A BATALHA DE PERIÓDICA.

MATERIAL DO PROFESSOR

MANUAL DE USO DO JOGO PARA DOCENTES

Este guia tem como objetivo auxiliar você, docente aplicador do jogo "Batalha de Periódica", durante o uso do recurso didático em sala de aula. O jogo eletrônico no estilo RPG foi criado com o intuito de auxiliar os estudantes de Ensino Médio a aprenderem o conteúdo de Cinética Química de modo prazeroso e eficiente, porém, destaca-se que o modo como você atuará durante a atividade exercerá grande influência na forma como se dará a aprendizagem dos educandos. Siga os procedimentos a seguir e sinta-se à vontade para realizar complementos de conteúdos que julgar necessários como úteis para o desenvolvimento dos estudantes que farão uso do jogo.

ORGANIZANDO A TURMA

Leve os estudantes para um local em que haja acesso a computadores e organize-os, preferencialmente em duplas. Caso haja número ímpar de estudantes ou optar, também poderão ser formados trios de estudantes. Cada dupla ou trio deverá ter acesso a um computador no qual o jogo deverá estar instalado e deverá receber um roteiro.

INTRODUÇÃO DO JOGO E INSTRUÇÕES BÁSICAS

No início do jogo os estudantes devem aprender a movimentar o personagem (alquimista) pelo mapa do jogo. Para isso, os comandos devem ser feitos pelo uso das teclas *enter, esc*, letra A e flechas do teclado. Fique à disposição dos estudantes e explique que todos os comandos dependerão exclusivamente dessas teclas e que o menu pode ser acessado a qualquer momento.

Também deixe claro que eles poderão cometer a mesma falha apenas duas vezes e que em cada fase poderão cometer até três equívocos diferentes. Caso contrário, o jogo será perdido (*game over*) e eles retornarão ao seu último *save.*

O menu será útil para que os estudantes equipem o personagem e recolham poções de vida e poções de recuperação. Os estudantes saberão que estão prestes a perder quando o barulho de relógio se sobrepor à música e, nesse momento, as poções de vida e de recuperação devem ser consumidas, mas essas poções serão disponibilizadas de acordo com o número de acertos no jogo.

O menu também permite que os estudantes salvem seu progresso em qualquer instante do jogo, mas caso algum estudante opte por não fazê-lo, o jogo fará o salvamento automático a cada troca de fase.

O jogo é composto por 6 fases e está dividido conforme a tabela a seguir:

TRECHO DO JOGO	CONTEÚDO	QUANTIDADE DE PERGUNTAS	PERSONAGENS ENVOLVIDOS
Introdução	Introdução à Cinética Química.	Entre 10 e 30, dependendo do caminho percorrido pelo jogador	Emissário Maklanel, Rei Hoff, Rainha Beth, Cavaleiro Walaach, monarcas de outros reinos do continente de periódica e outros personagens secundários.
Fase 1	Condições necessárias para a ocorrência de reações químicas.	7	Ogros
Fase 2	Velocidade média de reação, velocidade de consumo de reagentes e velocidade de produção de produtos.	10	Seres índigo
Fase 3	Fatores que alteram a velocidade de reações químicas.	7	Personagens com cauda de fogo
Passagem da fase 3 para a fase 4	Nenhum, pois é meramente de caráter lúdico.	0	Comandante Trutênius *(miniboss)*
Fase 4	Gráficos envolvendo catalisadores.	12	Seres aquáticos
Fase 5	Leis de velocidade para reações químicas elementares e não elementares.	9	Pinguins
Fase 6	Leis de velocidade baseadas em tabelas de experimentos.	4	Observadores
Fim de jogo	Caráter ético do uso do conhecimento da Química.	0	Mago Cornnelius Agripaa (*boss*)

Procure observar se todos os estudantes conseguem chegar até a entrada do covil (fase 1). Caso isso não ocorra, é sinal de que estão com dificuldades de entender os comandos de movimentação do personagem e de acessar o menu. Fique à disposição para auxiliá-los e explicar os comandos necessários, caso não consigam progredir no jogo apenas com base no roteiro, e não deixe de anotar as dúvidas dos estudantes para realizar a retomada num momento posterior ao da aplicação do jogo.

FASE 1 DO JOGO

Na primeira fase do jogo, os estudantes devem compreender quais são as condições necessárias para que as reações químicas ocorram. O jogo fará menção a Poção do Sono Profundo, que pretende ser produzida pelo mago Coinnelius Agripaa. No entanto, para que a poção seja formada é necessário que a reação entre os reagentes ocorra. Os estudantes devem evitar que os ogros, ajudantes do mago, recolham os ingredientes da poção e devem responder perguntas sobre o que fazer para que a solução não se forme, ou seja, o que fazer para evitar que a reação de síntese do produto ocorra. Durante essa fase, são feitas analogias a reações, por exemplo, de ácido e base. Por se tratar de um momento inicial de relação do jogo com o conteúdo, é importante que você fale aos estudantes que para que possam responder às perguntas, devem consultar o roteiro e que, caso fiquem com dúvidas, devem conversar sobre elas com seus colegas ou chamá-lo para solucioná-las. Reforce a informação de que apenas diamantes que contém afirmações verdadeiras devem ser recolhidos, pois em cada um deles há um dos ingredientes que estão sendo procurados pelos ogros. Para batalhar com os ogros e todos os outros personagens das outras fases, os golpes são executados pelo uso da letra A do teclado.

FASE 2 DO JOGO

Na fase 2 do jogo os estudantes devem entender quais as diferenças entre velocidade média de consumo de um reagente, velocidade média de produção de um produto e velocidade média de reação. Para isso, devem interpretar dados de uma tabela, realizar o balanceamento da equação que representa a reação química de produção de óxido de arsênio III por combustão de arsênio e realizar cálculos matemáticos relacionados com essa equação. Durante essa fase do jogo os estudantes devem auxiliar os personagens de cabelos azuis, que são chamados de seres índigo, a produzirem um antídoto para reverter os danos causados aos seres que comeram maçãs envenenadas pelo mago com o óxido. Observe e auxilie os estudantes sempre que necessário a interpretar os dados, relembrar ou ensinar como se faz a representação e o balanceamento de equações químicas e verifique se conseguem realizar os cálculos de maneira adequada. Reforce a diferença que existe entre os conceitos durante o momento em que estiver com os estudantes. Avise que devem evitar o contato do personagem com as maçãs, pois como descrito no jogo, estão intoxicadas com óxido de arsênio e causam danos ao personagem principal.

FASE 3 DO JOGO

Na fase 3 do jogo os estudantes devem fazer o personagem (alquimista) interagir com os demais personagens do cenário para conseguir ajuda daqueles que contém produtos que são benéficos e recusar o uso de produtos que causam danos à vida do personagem ou devem apenas responder às provocações dos personagens sobre os fatores que são capazes de influenciar na velocidade das reações químicas. Além disso, os jogadores devem evitar contato com as bolas de fogo distribuídas no cenário para evitar danos físicos. Fique à disposição para tirar dúvidas dos estudantes que solicitarem ajuda e, nesses casos, procure explicar em detalhes o fenômeno perguntado, aproveitando os questionamentos dos estudantes e vendo as perguntas como oportunidades de assunto para serem retomados no momento posterior ao uso do jogo.

MINIBOSS

Esse momento é unicamente lúdico. Aproveite-o para elogiar os estudantes, motivá-los e incentivá-los a continuar jogando.

FASE 4 DO JOGO

Nessa parte do jogo os estudantes devem estar atentos ao roteiro, pois a partir da análise de gráficos que relacionam a energia da reação em função do caminho de uma reação química (com e sem o uso de catalisadores), devem fazer com que o personagem atue de maneira a auxiliar os seres do Reino de Aquática a restaurar um dos livros que foi danificado pelo contato com a água. O jogo só permitirá que o personagem principal retorne para o reino de onde foi banido quando o livro for completamente restaurado. Nesse momento é provável que alguns estudantes apresentem dificuldades de interpretação dos gráficos do roteiro. Fique à disposição para ensiná-los a fazer a interpretação dessas e outras perguntas que forem realizadas por eles.

FASE 5 DO JOGO

A fase 5 aborda o uso das expressões de Lei de Velocidade para reações elementares e não elementares, porém, sem o uso de tabelas. Quando perceber que os estudantes chegaram nessa etapa, aproxime-se das duplas ou trios e comece a fazer perguntas sobre o jogo e a relacioná-lo com a vida real. Algumas ideias que podem guiar o educador para dar início à reflexão nesse momento são: 1) quais são as os usos da substância nitrogênio gasoso pela humanidade? 2) para que serve o nitrogênio líquido? 3) se a maior parte da nossa atmosfera é constituída de gás nitrogênio, por que não vivemos em cidades congeladas? 4) os pinguins afirmam que estão gerando nitrogênio gasoso para refrigerar o ambiente, porém, essa é uma propriedade comum da substância no estado líquido. Com base nisso, o que os pinguins devem fazer após obterem a substância na forma gasosa para convertê-la em líquido? Durante o momento em que os estudantes estiverem jogando essa fase, pergunte se entenderam as diferenças entre os termos “elementar” e “não elementar” e se entenderam como se representam as leis de velocidade, peça para que representem alguma como exemplo e verifique se estão fazendo o uso adequado da simbologia química e as operações matemáticas de maneira correta.

FASE 6 DO JOGO

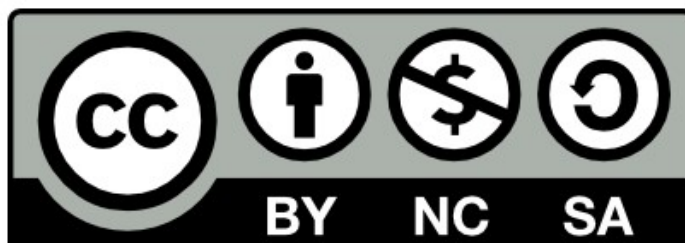
Na última fase do jogo, novamente é abordado o uso de escrita e resolução de cálculos relacionados às Leis de Velocidade, porém, com base em tabelas de dados de experimentos. Enquanto os estudantes estiverem jogando, provavelmente irão chamá-lo, pois essa parte exige a sua presença para que seja explicada. Verifique se os estudantes conseguem compreender os dados das tabelas, se conseguem escrever as equações para as leis de velocidade e se conseguem realizar os cálculos. Resolva com cada dupla ou trio uma das perguntas do jogo e deixe que eles tentem fazer o restante sem o seu auxílio, mas fique à disposição para o caso de dúvidas e fale sobre que tipos de perguntas podem ser feitas com base nas tabelas.

FIM DE JOGO

No fim do jogo, ocorre uma reviravolta na história e os estudantes descobrem que, durante toda aventura, ajudaram os monarcas a capturar o mago, afinal, ele estava, segundo os reis, usando os seus conhecimentos de Química para o mal. Porém, descobrem que foram manipulados durante toda a história e que, no fim, os monarcas tinham interesse de capturar o mago apenas para adquirir mais conhecimento e, a partir disso, adquirir mais poder. Nesse momento, o jogo aborda os aspectos éticos do uso da ciência e serve para conscientizar os estudantes quanto à importância das escolhas. Não se esqueça de retomar isso após o jogo da maneira como achar mais adequada.

APÓS A APLICAÇÃO DO JOGO

O encontro com os estudantes posterior ao da aplicação do jogo é de extrema importância! Nesse encontro tenha em mãos todas as suas anotações sobre as dúvidas que os estudantes tiveram enquanto jogavam. Procure comentá-las novamente para a turma toda e não se esqueça de retomar todos os conceitos de Cinética Química que estavam presentes no jogo, reforçar como se devem fazer as interpretações de gráficos e tabelas, detalhar como se escrevem equações químicas e como devem ser balanceadas e retomar quais são os demais símbolos que devem ser usados dentro do estudo da Cinética Química.

Pergunte aos estudantes em que momentos do jogo tiveram mais dificuldades e procure entender quais foram os motivos. A partir disso, faça uma discussão usando como base cada uma das fases do jogo e fazendo as relações com o cotidiano dos estudantes. Procure fazer perguntas e analise de que forma os estudantes se comportam. Use as perguntas dos educandos como oportunidade para aprofundar conhecimentos sempre que possível. Fique à vontade para realizar complementos sobre assuntos que possam ser úteis ao desenvolvimento dos estudantes.

A BATALHA DE PERIÓDICA.

MATERIAL DO ESTUDANTE.

DEFINIÇÕES BÁSICAS E APLICAÇÕES NO COTIDIANO!

Cinética química é o ramo da química que estuda a rapidez das reações químicas, bem como os fatores que a influenciam. O conhecimento e o estudo da velocidade das reações são muito importantes em termos industriais, e também estão relacionados ao nosso dia-a-dia, como por exemplo, quando colocamos um alimento na panela de pressão para acelerar seu cozimento ou quando armazenamos um alimento na geladeira para desacelerar a reação de degradação.

CONDIÇÕES NECESSÁRIAS PARA A OCORRÊNCIA DE REAÇÕES QUÍMICAS

Para que uma reação química ocorra é necessário satisfazer quatro condições básicas, que são:

a) Os reagentes devem entrar em contato.

Essa condição é óbvia, pois mesmo que os reagentes tenham bastante afinidade um com o outro, como acontece no caso dos ácidos e das bases, se eles estiverem separados, a reação não ocorrerá. Eles precisam entrar em contato para que suas partículas possam colidir, rompendo as ligações dos reagentes e formando as ligações dos produtos.

b) Deve haver afinidade química entre os reagentes.

Colocar os reagentes em contato é necessário, mas não é o suficiente. Por exemplo, se colocarmos o sódio em contato com a água, ocorrerá uma reação extremamente violenta, já se colocarmos o ouro, não veremos diferença nenhuma. Isso acontece porque substâncias diferentes possuem diferentes afinidades químicas entre si, ou então, podem também não possuir afinidade nenhuma. Quanto maior for a afinidade química, mais rápida será a reação. Nos exemplos citados, o sódio possui grande afinidade com a água, tanto que para não entrar em contato com a umidade do ar, o sódio metálico é guardado em querosene. Já o ouro é inerte, por isso que monumentos de ouro duram tanto tempo, como os sarcófagos do Egito.

c) As colisões entre as partículas dos reagentes devem ser eficazes.

Orientações das colisões	Resultado
	Colisão não efetiva, não ocorre reação.
	Colisão não efetiva, não ocorre reação.
	Colisão pode ser efetiva e pode ocorrer reação.

Mesmo em compostos que possuem afinidade química, para que a reação se processe é necessário que suas partículas, átomos ou moléculas, colidam de forma eficaz. Nem todas as partículas que se chocam fazem isso de forma eficaz, mas os choques que resultam em quebra das ligações dos reagentes e formação de novas ligações são aqueles que ocorrem na orientação correta e com a energia suficiente.

d) Deve-se atingir a energia de ativação.

A colisão eficaz, além da orientação favorável, precisa também de energia suficiente. A quantidade mínima de energia necessária para que cada reação ocorra é chamada de energia de ativação. Se os reagentes tiverem uma energia igual ou superior à energia de ativação, durante o choque bem orientado, se formará um complexo ativado inicialmente, que é uma estrutura intermediária entre os reagentes e os produtos. No complexo ativado, existem as ligações dos reagentes enfraquecidas e as novas ligações de produto se formando. Assim, a energia de ativação funciona como uma espécie de barreira para que a reação ocorra, pois quanto maior ela for, mais difícil será para a reação ocorrer. Em alguns casos, é preciso fornecer energia para os reagentes. Por exemplo, o gás de cozinha tem afinidade para interagir com o oxigênio do ar, mas precisamos fornecer energia quando aproximamos o palito de fósforo, senão a reação não ocorre. Mas, depois de uma vez iniciada, a própria reação libera energia suficiente para ativar as outras moléculas e manter a reação ocorrendo.

VELOCIDADE MÉDIA DE CONSUMO E VELOCIDADE MÉDIA DE PRODUÇÃO DE UMA SUBSTÂNCIA:

Consideremos uma reação química, já balanceada: 1X + 2Y → 7Z + 5W, onde os reagentes X e Y são consumidos e os produtos Z e W são formados.

Chamamos de **velocidade média de consumo de X** a razão a seguir:
Vm de consumo de X= $\frac{\Delta[X]}{\Delta t}$

Chamamos de **velocidade média de consumo de Y** a razão a seguir:
Vm de consumo de Y= $\frac{\Delta[Y]}{\Delta t}$

Chamamos de **velocidade média de produção de W** a razão a seguir:
Vm de produção de W= $\frac{\Delta[W]}{\Delta t}$

Chamamos de **velocidade média de consumo de Z** a razão a seguir:
Vm de produção de Z= $\frac{\Delta[Z]}{\Delta t}$

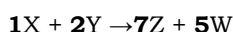
-Repare que em nenhum momento usamos os coeficientes estequiométricos
-Para os reagentes os valores obtidos serão negativos, pois são consumidos. Para os produtos o resultado obtido será positivo, pois são formados. Não se preocupe com o sinal da resposta final. A resposta pode ser dada em módulo!
-A partir da proporção existente em uma equação que represente uma reação balanceada, se você souber a velocidade de consumo ou de produção de apenas uma substância, há como descobrir a velocidade de consumo ou produção de todas as outras, por exemplo, na equação que estamos analisando a proporção é de 1 mol de X para 2 mols de Y, logo concluímos que a velocidade de consumo de Y é o dobro da velocidade de consumo de X.

VELOCIDADE MÉDIA DE UMA REAÇÃO

Considerando os coeficientes da reação balanceada definimos a **velocidade média da reação** como:

$$\text{Vmédia da reação} = \frac{\Delta[X]}{1\cdot\Delta t} = \frac{\Delta[Y]}{2\cdot\Delta t} = \frac{\Delta[Z]}{7\cdot\Delta t} = \frac{\Delta[W]}{5\cdot\Delta t}$$

-Os número que aparecem no denominador são os coeficientes estequiométricos da equação balanceada:

1X + **2**Y →**7**Z + **5**W

-Cuidado: repare que os termos "velocidade média de consumo", "velocidade média de produção" e "velocidade média de reação" têm significados diferentes!
-Cuidado com as unidades!

FATORES QUE INFLUENCIAM NA VELOCIDADE DE UMA REAÇÃO QUÍMICA

Alguns fatores podem aumentar ou diminuir a velocidade de uma reação química. São eles:

a) Temperatura.

Aumento na temperatura do meio => Aumento de energia cinética das moléculas => Maior movimentação das moléculas => Aumento do número de colisões efetivas => Aumento da velocidade da reação.

-Por este motivo, aumentamos a chama do fogão para cozinhar e utilizamos a geladeira para evitar a deterioração dos alimentos.
-Com poucas exceções, a velocidade aumenta acentuadamente com o aumento da temperatura. Van't Hoff, químico holandês, observou empiricamente que a cada 10°C de elevação da temperatura, a velocidade da reação duplica. Essa regra ficou conhecida como Lei de Hoff.

b) Superfície de contato

Maior superfície de contato => maior o número de moléculas reagindo => maior o número de colisões eficazes => aumento da velocidade da reação.

-Uma substância em pó reage mais rápido do que uma substância inteira porque possui maior superfície de contato.
- A carne é digerida mais facilmente quando mastigada do que inteira;
- Gravetos queimam mais rápido do que um pedaço de madeira de mesma massa;
- Palha de aço queima mais rápido do que um pedaço de ferro de mesma massa.

c) Pressão

Quando aumentamos a pressão sobre o sistema, o volume diminui e as moléculas ou partículas dos reagentes ficam mais próximas umas das outras, o que aumenta a probabilidade de ocorrência de colisões entre essas partículas e, consequentemente, a velocidade da reação aumenta.

O aumento da pressão sobre o sistema diminui o volume e acelera a reação

Essa influência da pressão na velocidade das reações ocorre em todos os casos, sejam sólidos, líquidos ou gasosos. Porém, no caso dos sólidos e líquidos, essa variação é desprezível e, portanto, o efeito da pressão só é considerável quando todos os participantes da reação encontram-se no estado gasoso. Inclusive, o estado físico também é outro fator que altera a taxa de desenvolvimento de uma reação. A rapidez da reação ocorre na seguinte ordem crescente: SÓLIDO < LÍQUIDO < GASOSO.

d) Concentração

Aumento da concentração dos reagentes => aumento do número de moléculas dos reagentes => aumento do número de colisões eficazes => reação mais rápida

e) Presença de luz

A luz influencia na velocidade de algumas reações porque é uma energia em forma de onda eletromagnética que ajuda a quebrar a barreira da energia de ativação. A água oxigenada, por exemplo, se decompõe mais facilmente quando está exposta à luz, por isso devemos deixá-la guardada em local escuro. A fotossíntese realizada pelas plantas é um tipo de reação que é influenciada pela presença da luz.

f) Catalisador

-Os catalisadores possibilitam um novo caminho para a reação, que exige menor energia de ativação, fazendo com que a reação se processe de maneira mais rápida. No final do processo o catalisador é devolvido sem sofrer alteração permanente, ou seja, ele não é consumido durante a reação.
-O catalisador acelera a reação mas não altera a composição química dos reagentes e produtos envolvidos nem altera o rendimento de uma reação química.
-Se a reação for reversível, a reação inversa também será acelerada, pois sua energia de ativação também terá um valor menor.
-O catalisador não altera a variação de entalpia.
-No nosso organismo existem muitos catalisadores, que são chamados de *enzimas*. A saliva e o suco gástrico (que contém ácido clorídrico) são exemplos de enzimas que aumentam a velocidade da reação, no caso, a digestão.

Presença de catalisador => Diminuição da energia de ativação => Como a “barreira” é menor, é mais fácil de ser ultrapassada => Reação mais rápida.

Gráficos para reações com e sem catalisadores:

Em função dos estados físicos dos reagentes e produtos, a catálise pode ser homogênea ou heterogênea.
- *catálise homogênea*: quando reagentes e catalisador estão no mesmo estado físico.
- *catálise heterogênea*: quando reagentes e catalisador não estão no mesmo estado físico formando um sistema heterogêneo.

Não existe um tipo ideal de catalisador. Para cada reação química existe um tipo diferente de catalisador. Os catalisadores mais comuns são:
- metais - principalmente os de transição: Co, Ni, Pt, Pd
- ácidos - que catalisam muitas reações orgânicas: H_2SO_4
- óxidos metálicos – Al_2O_3, Fe_2O_3
- bases - NaOH
- enzimas – produzidas pelos organismos vivos: lipase, suco gástrico.

g) Inibidores

São substâncias, que ao contrário dos catalisadores, aumentam a energia de ativação e como consequência diminuem a velocidade da reação química. Pode ser chamado também de *veneno de catalisador* ou *anticatalisador*. Antigamente era chamado de *catalisador negativo*.

Presença de inibidor => aumento da energia de ativação => Como a "barreira" é maior, é mais difícil de ser ultrapassada => Reação mais lenta.

LEIS DE VELOCIDADE E ORDEM DE REAÇÃO

A Lei da Velocidade da Reação relaciona a rapidez de uma transformação química com as concentrações dos **reagentes** em quantidade de substância (mol/L).

Em uma reação elementar (ocorre em uma única etapa):

Para a equação: $xA + yB \rightarrow wC + zD$ a Lei de velocidade é obtida assim: $v = K\,[A]^x \cdot [B]^y$

Onde: v = velocidade da reação; K = constante de velocidade; [A] = concentração molar de A; [B] = concentração molar de B e x e y = expoentes experimentalmente determinados.

Exemplo a) Para a reação: $2\,CO(g) + 1\,O_2(g) \rightarrow 2CO_2(g)$ a Lei de velocidade é : $v = K\,[CO]^2 \cdot [O_2]^1$.

Essa reação é de segunda ordem em relação ao CO, primeira ordem em relação ao O_2 e é de ordem global (soma dos coeficientes dos reagentes) 3.

Exemplo b) Para a reação $2NO(g) + 1Br_2(g) \rightarrow 2\,NOBr(g)$ a Lei de velocidade é: $v = K\,[NO]^2[Br_2]$. Essa reação é de segunda ordem em relação ao NO, primeira ordem em relação ao Br_2 e é de ordem global (soma dos coeficientes dos reagentes) 3.

Em uma reação não elementar (ocorre em mais de uma etapa) sempre há uma que é a lenta (determinante) **QUE É A QUE NOS INTERESSA. Basta seguir o raciocínio anterior, mas com o foco na reação que é a lenta!**

Exemplo a) Foi proposto o seguinte mecanismo:

Etapa 1 (lenta): $NO_2 + NO_2 \rightarrow NO_3 + NO$
Etapa 2 (rápida): $NO_3 + CO \rightarrow CO_2 + NO_2$
Equação global: $CO + NO_2 \rightarrow CO_2 + NO$

Repare que a equação I é a lenta, portanto é a que nos interessa.
Nesse caso a Lei de Velocidade será: $v = K [NO]^2$.
Essa reação é de segunda ordem em relação ao NO e de ordem global 2.

Também existem casos em que será fornecida uma tabela e você deverá determinar a Lei de velocidade com base em um experimento que é realizado mais de uma vez. Esse método é um pouco trabalhoso, mas fique tranqüilo, quando chegar na fase 6, chame a professora para ajudá-lo!